

Exercice 1 :

Le sirop de sucre est une solution aqueuse concentrée de saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Un pâtissier dispose d'un sirop de sucre commercial pour lequel la concentration molaire en saccharose est $C = 5,0 \text{ mol/L}$.

1. Quel volume de sirop commercial faut-il prélever pour disposer de $0,75 \text{ mol}$ de saccharose ?
2. Le pâtissier doit préparer un sirop léger. Pour cela, il mélange $20,0 \text{ mL}$ de sirop commercial et le volume suffisant d'eau pour obtenir $100,0 \text{ mL}$ de sirop léger.
 - a. Le pâtissier réalise-t-il une dilution ou une dissolution lors de cette préparation ?
 - b. Choisir dans la liste suivante la verrerie nécessaire pour réaliser avec précision cette solution au laboratoire de chimie : Bêcher, balance électronique, spatule, sabot de pesée, pipette graduée, éprouvette graduée, capsule de pesée, fiole jaugée, erlenmeyer, cristalliseur, pipette jaugée.
 - c. Calculer la concentration molaire en saccharose dans le sirop léger.
 - d. Calculer la quantité de matière de saccharose contenue dans $50,0 \text{ mL}$ de sirop léger.
 - e. Sachant que la masse molaire moléculaire du saccharose est $M = 342,0 \text{ g/mol}$, calculer la masse de saccharose contenue dans $50,0 \text{ mL}$ de sirop léger.
 - f. Calculer la concentration massique en saccharose du sirop léger
 - g. La masse moyenne d'un morceau de sucre est de $6,0 \text{ g}$. Si le pâtissier ne possède de sirop commercial, il peut préparer le sirop léger à partir de sucre en morceaux. Combien de morceaux de sucre doit-il utiliser pour préparer le sirop léger

Exercice 2 :

1-Couple *acide/basique* :

1.1- Dans le couple NH_3/NH_4^+ quel est l'acide, quelle est la base ? Nommer les.

1.2- Ecrire la demi-équation acido-basique associée à ce couple.

2- Réaction acido-basique :

2.1- - Quelle est la base conjuguée de l'acide éthanoïque ?

2.2- Quel est l'acide conjugué de l'ion hydroxyde OH^- ?

2.3- Ecrire la réaction acido-basique entre l'acide éthanoïque et l'ion hydroxyde.

Exercice 3 :

G. P. Baxter et H. W. Starkweather [Proc. Nat. Acad. Sci.14, 50 (1928)] ont étudié la compressibilité de l'oxygène à basse pression et à 0°C . Les résultats des mesures sont réunis dans le tableau 28.

P(atm)	V(l.g ⁻¹)
1,000	0,699 81
0,750	0,933 28
0,500	1.400 27
0,250	2,801 20

Déterminez si l'oxygène se comporte d'après la loi de Boyle-Mariotte dans les conditions indiquées.

Exercice 4 : Les notions de base

1. Donner la définition et les relations correspondantes à chaque terme :

- La densité d .
- La masse volumique ρ .
- La quantité de matière n .
- La concentration massique C .

2- Donner la loi de BOYLE MARIOTE.

3- Ecrire le passage de la concentration molaire à la concentration massique.

4- Donner la loi de GUY LUSSAC.

Qu'est-ce qu'une dilution ? Et une dissolution ?

De quoi se compose une solution ?

Exercice 5 :

Préparation d'une solution à partir d'un corps solide

A partir d'un corps solide de sulfate de cuivre anhydre CuSO_4 , on désire préparer une solution d'une concentration $5 \cdot 10^{-3}$ mol/L dans un volume de 100 ml.

1. Quelle est la masse nécessaire pour cette préparation ?
2. Décrire le protocole, en mentionnant le matériel utilisé pour cette préparation.
3. On prélève 40 ml de cette solution, et on lui ajoute de l'eau distillée dans une fiole jaugée de 100 ml.
 - 3.1- Qu'appelle-t-on cette opération ?
 - 3.2- Quelle est la nouvelle concentration molaire ? En déduire la concentration massique.

Données : $M(\text{CuSO}_4) = 159,6$ g/mol

Exercice 6 : La densité

Une solution commerciale d'acide sulfurique H_2SO_4 a une densité $d=1,84$ et contient 95% en masse d'acide pur.

1. En déduire la masse d'1 litre de cette solution.
2. Calculer la masse d'acide sulfurique pur contenu dans une bouteille d'1 Litre.
3. Calculer la concentration molaire en acide de cette solution.

Données : $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ g/mol

Exercice 7 : Les réactions acido-basiques

L'acide malique Présent en grande quantité dans les pommes vertes, réagit avec les ions hydroxydes de soude.

1. Identifier les couple acide-Bases.
2. Ecrire les demi-équations entre chaque acide et sa base conjuguée.
3. Ecrire l'équation de la réaction.

Exercice 8 : La dilution et la solubilité

Le chlorure de sodium sel de table est un solide ionique c-à-d qu'il est constitué d'ions Na^+Cl^-

Il se retrouve dissout dans l'eau de mer à raison de 26 g/L en moyen, sa limite de solubilité dans l'eau est de 6,15 mol/L c-à-d qu'à partir de cette concentration il précipite.

1. Quelle quantité de matière représente 26g du sel ? En déduire la concentration molaire moyenne du sel dans l'eau de mer
2. Quelle masse du sel doit on dissoudre pour obtenir 250 ml d'une solution aussi salée que l'eau de mer.
3. On prélève 100 ml d'eau de mer dans un récipient puis on ajoute 40 ml d'eau douce. Quelle est la nouvelle concentration molaire ? En déduire la nouvelle concentration massique.
4. On cherche à dissoudre totalement 200 g du sel dans un litre d'eau douce. Est-ce possible ?

Données : $M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g/mol}$

CORRECTION

Correction d'exercice 1 :

1. Soit $n = 0,75$ moles la quantité de sucre à prélever Soit $c = 5,0$ mol/L la concentration du sirop.

Calcul du volume V de sirop commercial à prélever :

$$c = n / V \text{ donc } V = n / C = 0,75 / 5,0 = 0,15 \text{ L}$$

Le volume de sirop commercial à prélever est donc : $V = 1,5 \times 10^{-1}$ L, soit environ 150 mL.

2.

a. Le pâtissier réalise une dilution

b. Verrerie nécessaire: bécher, fiole jaugée et pipette jaugée

c. Calcul de la concentration molaire en saccharose dans le sirop léger :

Au cours de la dilution, il y a conservation de la quantité de matière de saccharose :

$$n_i = n_f$$

Soit $v_i = 20,0$ mL, le volume prélevé,

Soit $v_f = 100,0$ mL, le volume de sirop léger,

Calcul de la concentration c_f = du sirop léger : $c_i \times v_i = c_f \times v_f$ donc $c_f = \frac{c_i \times v_i}{v_f} = \frac{5 \times 20}{100} = 1$ mol/L

d. Soit $V' = 50,0$ mL, le volume de sirop léger.

Calcul de la quantité de matière n' de saccharose contenue dans 50,0 mL de sirop léger

On a $C_f = \frac{n'}{v_f}$ donc $n' = c_f \times v_f = 1 \times 0,05 = 0,05$ mol

e. Soit $M = 342$ g/mol, la masse molaire du saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$).

Calcul de la masse de saccharose contenue dans 50,0 mL de sirop léger

$m' = n' \times M$ donc $m' = 0,05 \times 342 = 17,1$ g

f. Calcul de la concentration massique C'_m en saccharose du sirop léger

On a $C'_m = \frac{m'}{v_f} = 17,1 / 50 \times 10^{-3} = 342$ g/L

g. Soit $m_s = 6,0$ g, la masse d'un morceau de sucre

Calcul du nombre de morceaux de sucre à utiliser pour préparer le sirop léger

$$N = \frac{m}{m_s} = 17,1 / 6 = 2,85$$

Il faut environ trois morceaux de sucre.

Correction d'exercice 2 :

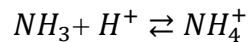
1-Couple *acide/basique* :

1.1- L'acide et la base Dans le couple NH_3/NH_4^+

NH_3 : ammoniac , c'est une base

NH_4^+ : ion ammonium , c'est un acide.

1.2- Demi-équation acido-basique :



2- Réaction acido-basique :

2.1- L'ion éthanoate CH_3COO^- est la base conjuguée de l'acide éthanoïque CH_3COOH .

2.2- La molécule d'eau H_2O est l'acide conjugué de l'ion HO^- .

2.3- Réaction acido-basique : $CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$ Cette réaction est de la forme *acide 1 + base 2 \rightarrow Base 1 + acide 2*

Correction d'exercice 3 :

D'après la loi de Boyle-Mariotte, le volume d'une quantité définie de gaz V à température constante est inversement proportionnel à sa pression P :

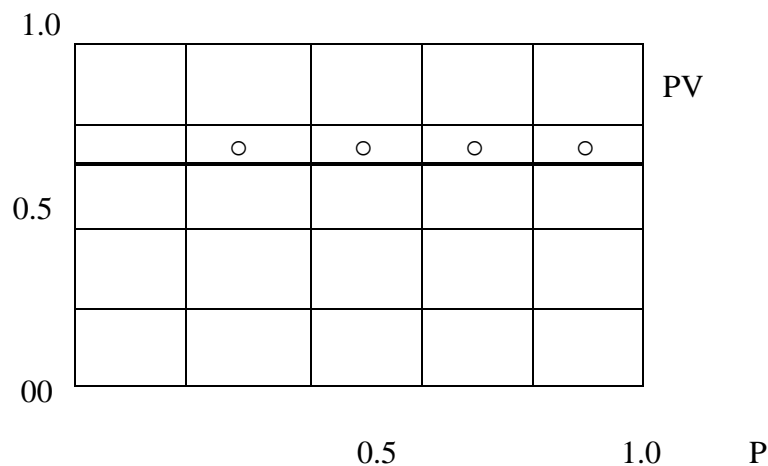
$$P = \frac{const}{V} \quad (1)$$

Ce que nous pouvons également écrire sous la forme

$$P_1V_1 = P_2V_2 = const. \quad (2)$$

Il en ressort qu'à température constante, le produit du volume et de la pression du gaz, PV, ne dépend ni de la pression ni du volume du gaz.

Les valeurs du produit PV, calculées à partir des données du tableau 28 d'après l'équation (2) sont indiquées dans le tableau 29 et représentées figure 11. Elles montrent que pour l'oxygène ce produit est pratiquement constant dans les conditions mentionnées et qu'il ne dépend pas de la pression.



P(atm)	V(l.g ⁻¹)	PV
1,000	0,699 81	0,699 81
0,750	0,933 28	0,699 96
0,500	1,400 27	0,700 13
0,250	2,801 20	0,700 30

Remarques :

1. La loi de Boyle représente d'autant mieux le comportement des gaz que la pression va en diminuant et la température en augmentant. Pour les gaz difficilement liquéfiables, la loi de Boyle est applicable dans un intervalle de pressions plus ouvert que pour les gaz facilement liquéfiables.

2. Dans la littérature, la majeure partie des données PV est indiquée en unités d'Amagat (unité d'Amagat représente la valeur PV à 0°C et à la pression de 1 atm).

Correction d'exercice 4 :

La densité : C'est le rapport entre la masse d'une substance et la masse d'une référence dans un même volume.

$$D = \frac{m}{m}$$

La masse volumique : Elle s'agit de la masse d'un corps solide plongé dans un volume défini.

La quantité de matière : Désigne le nombre de mole contenu dans un échantillon.

La concentration massique : C'est le rapport entre la masse et le volume.

La loi de B. MARIOTE

$$AT = Cte \quad PV = Cte$$

Le passage de la concentration molaire à la concentration massique :

Loi de GUY LUSSAC :

Une solution = Un solvant + un soluté

Correction d'exercice 5 :

$$1. m = CVM = 0.08 \text{ g}$$

2. I- Peser la masse nécessaire dans un verre de montre à l'aide d'une balance électronique.

Dissoudre cette masse dans un bécher en utilisant une pissette de l'eau distillée.

Verser la solution dans une fiole jaugée à l'aide d'un entonnoir.

3.1- Il s'agit d'une dilution.

3.2 – La nouvelle concentration est :

$$4- C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$$

$$C_1 = \frac{C_0 \times V_0}{V_1} = \frac{5 \times 10^3 \times 40}{100} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol/l}$$

La concentration massique :

$$C_m = C \times M = 2 \times 10^3 \times 159,6 = 3,2 \times 10^{-1} \text{ g/l}$$

Correction d'exercice 6 :

1-La densité étant de 1,84 un litre de solution a une masse de 1,84kg

$$d = \frac{m_{\text{Substance}}}{m_{\text{Référence}}} = \frac{1,84}{1}$$

Donc : $d = m_{\text{Substance}} = 1,84 \text{ kg}$

2- L'acide étant pur à 95% la masse d'acide sulfurique est de $1,84 \times 0,95 = 1,75 \text{ kg} = 1750 \text{ g}$

La masse d'acide sulfurique = $\frac{95\% \times 1,84}{100\%} = 1,75 \text{ kg} = 1750 \text{ g}$

$$3 \quad n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{1750}{98} = 18 \text{ moles}$$

Pour 1L : $[n_{\text{H}_2\text{SO}_4}] = 18 \text{ mol/l}$

Correction d'exercice 7

1. Les couples acides-bases :

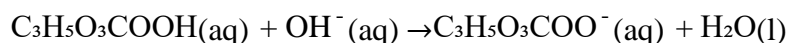
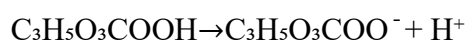


2. La matière organique tel que le corps humain ou les pommes sont principalement constitués d'eau. Les réactions chimiques se déroulent donc en milieu aqueux. La soude en solution aqueuse est constituée des ions Na^+ et des ions OH^- . Les ions OH^- sont la base du couple $\text{H}_2\text{O/OH}^-$.

La demi équation s'écrit $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

Pour l'acide malique : $\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3\text{COOH} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$.

2. On prend les deux demi équations qu'on additionne. Dans l'équation globale, aucun H^+ n'existe plus apparaît.



Correction d'exercice 8 :

La quantité de matière du sel :

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{m}{M} = \frac{26}{58.5} = 0.44 \text{ mol}$$

Donc la concentration de NaCl est $C = \frac{n}{V} = \frac{0.44}{1} = 0.44 \text{ mol/l}$

250 mL représente un quart de litre

On a donc $\frac{26}{4} = 6.5 \text{ g}$ de NaCl pour 250ml

La quantité de matière en sel est restée la même mais la concentration a diminuée puisque la solution a été diluée. Dans 100mL d'eau de mer on trouve 0,044 mole de NaCl soit $n_{\text{NaCl}} = 0.044 \text{ mol}$

$$\text{Soit } C = \frac{n}{V} = \frac{0.044}{5} = 0.0088 \text{ mol/l}$$

Le rapport de dilution est de 5, on dit que la solution a été diluée 5 fois

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{200}{58.5} = 3.4 \text{ mol}$$

D'où $[\text{NaCl}] = 3,4 \text{ mol/L}$ $3,4 \text{ mol/L} < 6,15 \text{ mol/L}$, nous sommes en dessous de la limite de solubilité du sel dans l'eau. Il est donc Possible de dissoudre 200g de sel par litre d'eau.

